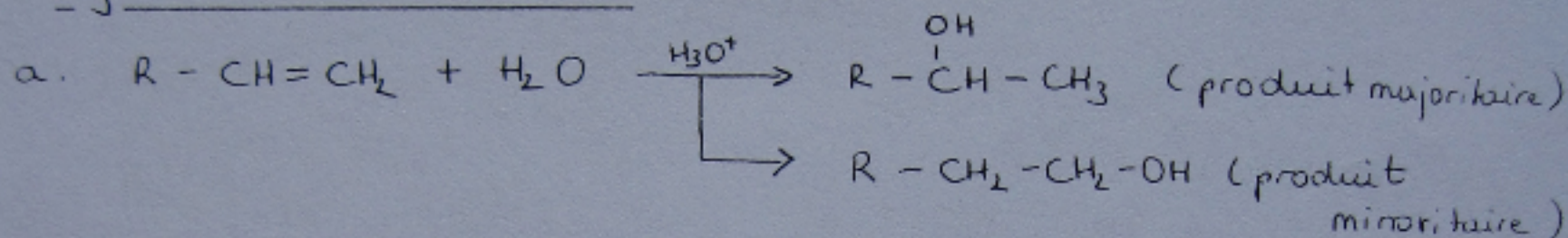
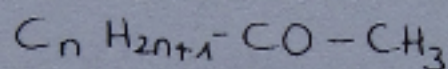


I. Hydratation d'un alcène

b. mécanisme réactionnel : voir livre p. 43

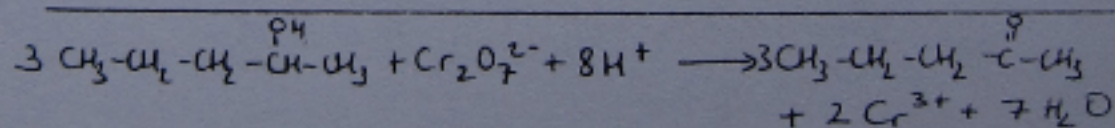
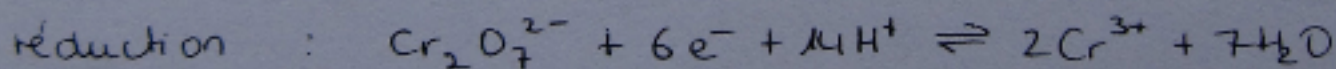
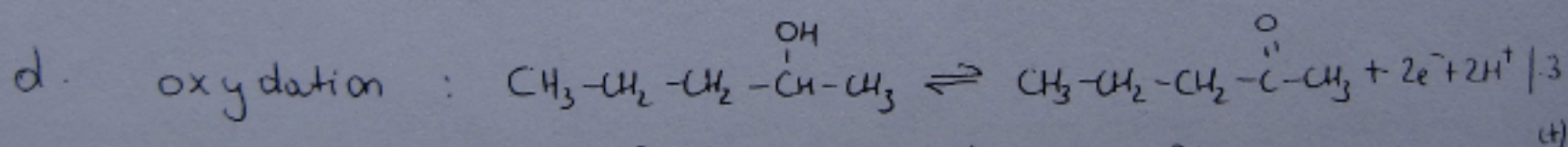
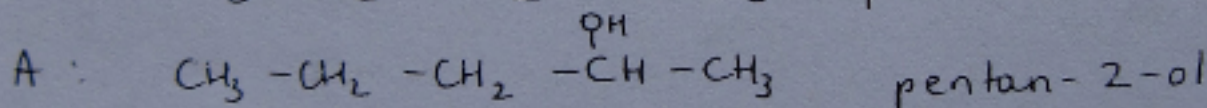
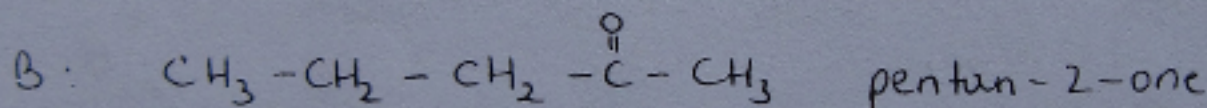
c. A : alcool secondaire

B : cétone



$$M(C_n H_{2n+1}) = 86 - 12 \cdot 2 - 16 - 3 \\ = 43 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow n = 3$$



e. $n_A = \frac{30g}{88g/mol} = 0,341 \text{ mol}$

$$\frac{n(Cr_2O_7^{2-})}{n_A} = \frac{1}{3} \Rightarrow n(Cr_2O_7^{2-}) = \frac{1}{3} n_A \\ = \frac{1}{3} \cdot 0,341 \\ = 0,114 \text{ mol}$$

$$V_{\text{solution}} = \frac{n}{c} = \frac{0,114 \text{ mol}}{1 \text{ mol/l}} = 0,114 \text{ l}$$

c. en milieu acide : $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

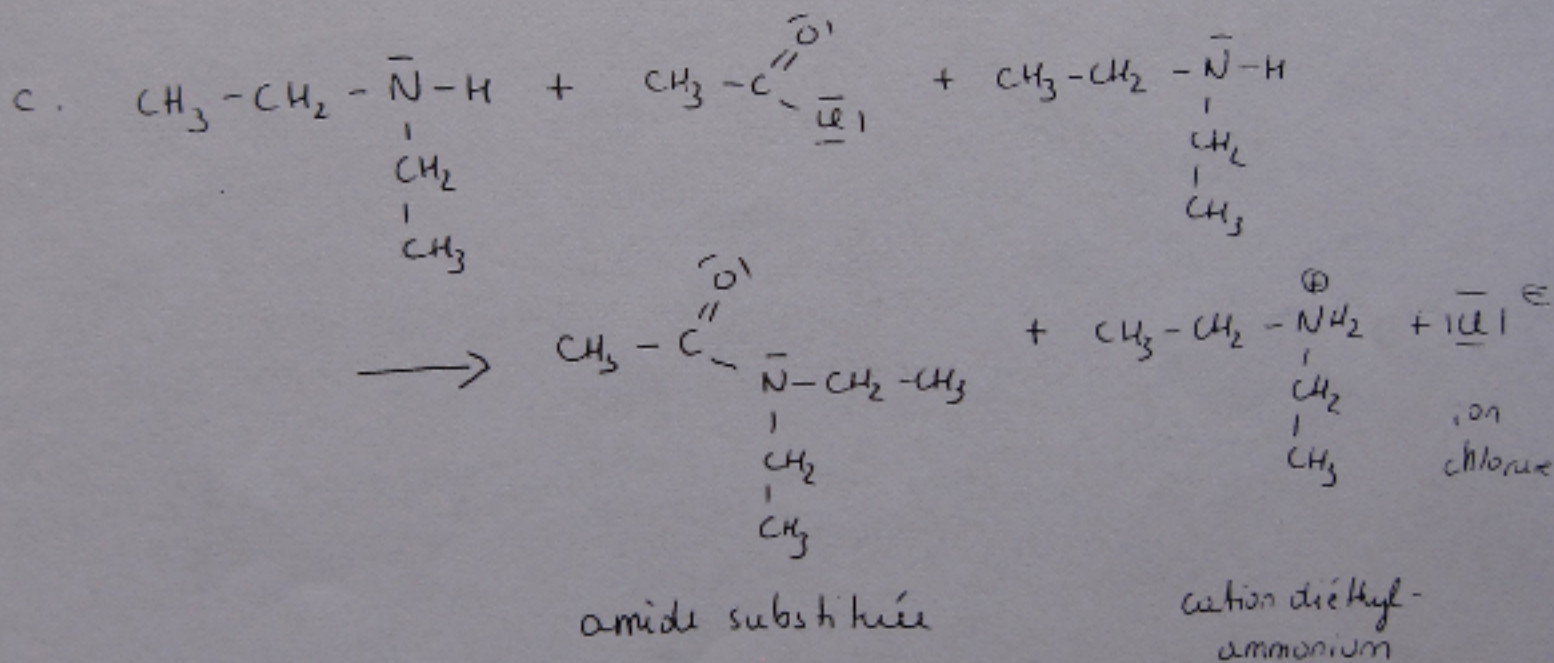
3.3. a. $n(\text{N}) = \frac{19,18 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 1,37 \text{ mol}$

$M(\text{amine}) = \frac{m}{n} = \frac{100 \text{ g}}{1,37 \text{ mol}} = 73 \text{ g/mol}$

$\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N} : M(\text{C}_n\text{H}_{2n+3}) = 59 \text{ g/mol}$
 $\Rightarrow n = 4$

formule brute : $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$

b. C : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ ou $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$
 diéthylamine N-méthylpropylamine



mécanisme : voir livre p. 83.

d. $\frac{n(\text{C})}{n(\text{CH}_3\text{COCl})} = \frac{2}{1} \Rightarrow n(\text{C}) = 2 \cdot n(\text{CH}_3\text{COCl}) = 0,2 \text{ mol}$

$m(\text{C}) = n \cdot M$
 $= 0,2 \text{ mol} \cdot 73 \text{ g/mol}$
 $= 14,6 \text{ g}$

3.4. Les molécules de propane, apolaires, s'associent seulement par les faibles forces de Van der Waals.

→ le propane a la température d'ébullition la plus faible
La forte différence d'électronégativité entre O et H du groupement hydroxyle de l'éthanol fait apparaître des charges partielles qui permettent une association dipôle-dipôle par pont H.

→ l'éthanol a la temp. d'ébullition la plus élevée
La polarisation de la liaison N-H des amines est plus faible que la polarisation de la liaison O-H, l'association entre les molécules d'éthylamine est moins forte.

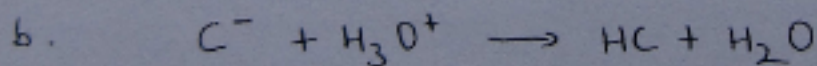
IV. Tampon biologique artificiel

a.
$$pH = pK_a + \log \frac{[C^-]}{[HC]}$$

$$\log \frac{[C^-]}{[HC]} = pH - pK_a$$

$$\begin{aligned} \frac{[C^-]}{[HC]} &= 10^{pH - pK_a} \\ &= 10^{7 - 6,2} \\ &= 6,31 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [HC] &= \frac{1}{6,31} \cdot [C^-] \\ &= \frac{1}{6,31} \cdot 8,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \\ &= 1,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \end{aligned}$$



avant					
protolype:	$8,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$1,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	exclis	
réaction:	$-3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$-3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	
après					
protolype:	$5,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	/	$4,37 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	exclis	

$$\begin{aligned} pH &= 6,2 + \log \frac{5,63 \cdot 10^{-2}}{4,37 \cdot 10^{-2}} \\ &= 6,31 \end{aligned}$$

V. Titrage acido-basique

a.
$$f_{\text{acide}} = \frac{f_{\text{o(Nuon)}} \cdot V_{\text{(Nuon)}}}{V_{\text{acide}}} = \frac{0,25 \cdot 8 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 0,1 \text{ M}$$

$$\begin{aligned}
 b. \quad n(\text{HCOOH}) &= c_0 \cdot V \\
 &= 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,5 \text{ l} \\
 &= 0,05 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 m(\text{HCOOH}) &= n \cdot M \\
 &= 0,05 \text{ mol} \cdot 46 \text{ g/mol} \\
 &= 2,3 \text{ g}
 \end{aligned}$$

$$c. \quad c(\text{HCOO}^- \text{ au P.E.}) = \frac{8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,25}{28 \cdot 10^{-3}} = 0,071 \text{ mol/l}$$

$$\text{solution de base faible : } x^2 + K_b x - K_b c = 0$$

$$x = [\text{OH}^-]$$

$$K_b = 10^{-10,25} = 5,62 \cdot 10^{-11}$$

$$\rightarrow [\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

$$\rightarrow \text{pH} = 8,3$$

$$\begin{aligned}
 d. \quad \text{au point de demi-équivalence } V(\text{NaOH}) &= 4 \text{ cm}^3 \\
 \Rightarrow \text{pH} &= \text{p}K_a = 3,75
 \end{aligned}$$

e. La solution renferme HCOO^- et l'excédent en OH^-
on calcule le pH en négligeant la base faible HCOO^- .

$$\begin{aligned}
 \text{excédent de NaOH : } n_{\text{OH}^-} &= 0,25 \text{ mol/l} \cdot 2 \cdot 10^{-3} \text{ l} \\
 &= 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$\text{concentration de la solution résiduelle : } \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{30 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\begin{aligned}
 \text{base forte : } \text{pOH} &= -\log 1,6 \cdot 10^{-2} \\
 &= 1,78
 \end{aligned}$$

$$\rightarrow \text{pH} = 12,22$$